Les Gaz Parfaits

Introduction :

Nous savons que tous les êtres humains dégagent certains gaz, mais nous ne parlerons pas de ceux-ci. Nous aborderons plutôt le thème des gaz parfaits. Nous explorerons d'abord les définitions et descriptions d'un gaz parfait. Ensuite, nous aborderons la formule mathématique du gaz parfait, le comportement de ce dernier. Puis, nous traiterons des scientifiques qui ont élaboré cette théorie.

Rappel théorique :

Les gaz Parfaits :

Il s'agit d'un modèle dans lequel on néglige les interactions moléculaires du gaz, à l'exception des collisions, et dont le volume propre est négligeable devant le volume du récipient. Lorsqu'un gaz est à faible pression, les interactions entre ses molécules sont faibles. Ainsi, les propriétés d'un gaz réel à basse pression se rapprochent de celles d'un gaz parfait. On peut alors décrire le comportement du gaz par l'*équation d'état* des gaz parfaits : $PV = nRT$, avec n le nombre de moles de gaz, P la pression du gaz, V le volume occupé par les n moles et T la température absolue du gaz. La constante R, appelée *constante des gaz parfaits,* vaut environ 8,31 J/K.mol. Cette équation montre que :

— à température constante, le volume d'un gaz est inversement proportionnel à sa pression (loi de Boyle-Mariotte) ;

à pression constant, le volume est proportionnel à la
température absolue du gaz (loi de Gay-Lussac) ;

— à volume constant, la pression du gaz est proportionnelle à sa température absolue (loi de Charles).

Lois des gaz parfaits

Le comportement des gaz parfaits est régi par trois lois interdépendantes : la loi de Boyle-Mariotte, la loi de Gay-Lussac et la loi de Charles.

Les variables d'état :

T : température absolue : T(k)=T (°C) +273.15

P : pression, 1atm=760 mm de mercure=1.013bar 1bar=10^5Pa

V : volume .1cm^3 =1ml = $10^{-6}m^3$.

n : nombre de mole.

Loi de Boyle-Mariotte, volume et pression du gaz :

Le savant anglais Robert Boyle établit la relation liant la pression et le volume d'un gaz, relation qui sera retrouvée indépendamment par le savant français Edme Mariotte. Cette loi énonce qu'à température constante, le produit du volume d'un gaz par sa pression demeure constant.

But:

Modéliser la courbe de variation de la pression d'un gaz Parfait en fonction de son volume.

Obtention de la loi Boyle-Mariotte

Matériels :

Il comporte une seringue et un
pressiomètre (manomètre).
Un thermomètre qui permet

la mesure de la température extérieure.

Manipulation :
La variation du volume pour les variations de la pression selon le tableau suivant :
Avec la transformation est isotherme $T_1=T_2=22.9°C$

=295.9K

1-Tracer la courbe P=f(V) :

L'échelle : pour P : 1cm $8075.25\ \text{Pa}$
Pour V: 1cm $5.4\times10^{-6}\ m^3$

2-Vers quelle valeur tend la courbe P=f(V) lorsque le volume croit?
À partir de graphe on remarque : si le volume croit, alors la courbe tend vers 0. (Détente)
3- Vers quelle valeur tend la courbe P=f(V) lorsque le volume décroit?
À partir de graphe on remarque : si le volume décroit, alors la courbe tend vers +∞. (Compression)
4-Tracer la courbe P=f $(\frac{1}{V})$:
La variation du $(\frac{1}{V})$ pour les variations de la pression selon le tableau suivant :

-La courbe P=f $(\frac{1}{V})$:

L'échelle : pour P : 1cm $8787.5\ \text{Pa}$
Pour $\frac{1}{V}$: 1cm $2820.8\ m^{-3}$

5-Confirmer la loi de Boyle Mariotte :
Sur le graphe <<P=f(v) diagramme de Clapeyron >>on constate que la courbe est hyperbolique P=$\frac{k}{V}$ (avec k une constante). On déduit alors qu'à température constante le produit de la pression d'une masse gazeuse par son volume est constant. (P.V=k)
6-calculer la quantité de l'aire :

À partir de graphe on a : P=α. ($\frac{1}{V}$) +P_0 ° tel que α présente la pente de la courbe.

α=$\frac{P_2-P_1}{\frac{1}{V_2}-\frac{1}{V_1}}$=$\frac{104100-78100}{(3.33-2.5).10^4}$= 3.13

Donc α=3.13 Pa.m^3

En plus on a à partir de l'équation d'état : PV=nRT   P=nRT($\frac{1}{V}$)

Avec $\begin{cases} R = 8.3144 \text{ j/k. mole} \\ T = 22.9°C = 295.9 \text{ K} \\ n = \text{nombre de mole} \end{cases}$

Et par application on trouve :

nRT=α   n=$\frac{\alpha}{RT}$

Application numérique :

n=$\frac{3.13}{(8.3144).(295.9)}$=$1.27\times10^{-3}$ mol

Donc la quantité de l'air : n=1.27×10^{-3} mol.

Gay-Lussac, volume et température du gaz :

Le physicien et chimiste français Louis Joseph Gay-Lussac établit les lois régissant la dilatation des gaz. En 1805, après des expériences réalisées avec Alexandre de Humboldt, il énoncera les lois volumétriques des combinaisons gazeuses (lois qui portent aujourd'hui son nom).

But :
Modéliser la courbe de variation du volume d'un gaz Parfait en fonction de sa température. Obtention de la loi de Gay-Lussac.
Matériels :
Il comporte une seringue et un thermomètre qui permet la mesure de la température du gaz, un dispositif de chauffage du gaz.
Manipulation :
La variation de la température pour les variations du volume selon le tableau suivant :

Avec la transformation est isobare $P_1=P_2=1$ atm.

1-Tracer la courbe V=f (T) :

L'échelle : pour V : 1cm $5.5\times10^{-6}m^3$
Pour T: 1cm 29.33 K

2-confirmer la loi de Gay Lussac :

Sur le graphe <<V=f(T) >>on constate que la courbe est Linéaire. (Avec k une constante). On déduit alors qu'à pression constante, le quotient du volume d'une masse gazeuse par sa température est constant. ($\frac{V}{T}$=k)

3-calcule le nombre de mole de l'air :

À partir de graphe on a : V=α×(T) +V_0 ° ~~tel~~ que α présente la pente de la courbe.

$$\alpha=\frac{V_2-V_1}{T_2-T_1}=\frac{62.10^{-6}-61.10^{-6}}{329.78-324.4}=1.85\times10^{-7}$$

Donc $\alpha= 1.85\times10^{-7}m^3.K^{-1}$

Et à partir de l'équation d'état on a : PV=nRT V= $\frac{nR}{P}$×T

$$\text{Avec}\begin{cases} R = 8.3144 \text{ j/k. mole} \\ P = 1 \text{ atm} = 1.01235.10^5\text{Pa} \\ n = \text{nombre de mole} \end{cases}$$

Et par application on trouve :

$\frac{nR}{P}$=α $n=\frac{\alpha P}{R}$

Application numérique :

$$n=\frac{(1.85\times10^{-7}).(1.01235.10^5)}{8.3144}=2.25\times10^{-3}\text{ mol}$$

Donc la quantité de l'air : $n=2.25\times10^{-3}$ mol.

Conclusion général :

En somme, nous avons adoré faire cette recherche. Celle-ci nous a permis de nous familiariser avec ce sujet choisi, soit les gaz parfaits, puisque nous en avions rarement entendu parler. Grâce au lien que nous avons établi cette notion, nous savons maintenant que les gaz réels et parfaits font partie de la même famille. Nous pouvons donc conclure qu'ils sont presque cousins.